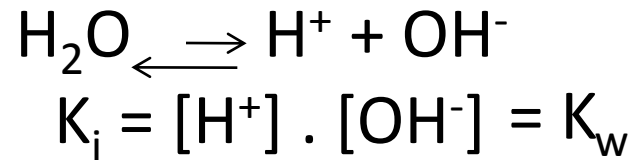


Talita M.

$$K_w$$



| <b>H<sub>2</sub>O</b>                   | <b>H<sup>+</sup></b>                 | <b>OH<sup>-</sup></b>                |
|---|--------------------------------------|--------------------------------------|
| 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>dissocia-se | 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>forma-se | 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>forma-se |

$$K_w = 1.10^{-7} \cdot 1.10^{-7}$$
$$K_w = 1.10^{-14}$$

Observação: Temperatura é a única que pode alterar o valor de  $K_w$ .

pH – Talita M.

# pH

## The pH Scale



pH – Talita M.

# pH

O pH (abreviação de **potencial hidrogenoiônico**) está diretamente ligado à concentração de  $H^+$ :

$$pH = - \log [H^+]$$

# Água Pura e Soluções Neutras

|   |                       |                                      |          |                                      |
|---|-----------------------|--------------------------------------|----------|--------------------------------------|
| <b>H<sub>2</sub>O</b>                   | $\longleftrightarrow$ | <b>H<sup>+</sup></b>                 | <b>+</b> | <b>OH<sup>-</sup></b>                |
| 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>dissocia-se |                       | 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>forma-se |          | 1.10 <sup>-7</sup> mol/L<br>forma-se |

Logo, **[H<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>] = 1.10<sup>-7</sup> mol/L**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1.10^{-7} = 7$$

$$\text{pH} = 7$$

pH – Talita M.

# Soluções ácidas

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < 7$$

**Exemplo:**

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L e } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1 \cdot 10^{-2} = 2$$

$$\text{pH} = 2$$

pH – Talita M.

# Soluções básicas

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > 7$$

**Exemplo:**

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L e } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1 \cdot 10^{-10} = 10$$

$$\text{pH} = 10$$

pH – Talita M.

# E o OH<sup>-</sup>?

|                       |  |   |   |
|-----------------------|--|---|---|
| <b>Solução Neutra</b> | $[H^+] = [OH^-]$<br>$pH = pOH = 7$                             | $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$<br>$pH = 7$   | $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$<br><b><math>pOH = 7</math></b>   |
| <b>Solução Ácida</b>  | $[H^+] > [OH^-]$<br>$pH < 7$<br><b><math>pOH &gt; 7</math></b> | $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$<br>$pH = 2$   | $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$<br><b><math>pOH = 12</math></b> |
| <b>Solução Básica</b> | $[H^+] < [OH^-]$<br>$pH > 7$<br><b><math>pOH &lt; 7</math></b> | $[H^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$<br>$pH = 10$ | $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$<br><b><math>pOH = 4</math></b>   |

É possível calcular o **pOH** (potencial hidroxiliônico):

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Para todas essas situações  $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ , logo,

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

pH – Talita M.